$$\left[Na^+\right]=\frac{C_B V_{BE}}{V_A+V_{BE}}=\frac{0,1.11}{21}=5,2.10^{-2}molL^{-1}$$

$$\left[HCOO^-\right]=\frac{C_A V_A}{V_A+V_B}=5,2.10^{-2}molL^{-1}$$

$$\left[HCOOH\right]=\left[OH^-\right]=10^{-5,8}molL^{-1}$$

Exercice N°4 :

1°)

a- Pour la même, concentration, plus $\left[H_3O^+\right]$ est grande, **pH** est faible, l'acide est plus fort.

On a : $pH_0(A)<pH_0(C)<pH_0(B)$

Donc l'acide (**A**) est plus fort que (**C**) qui est plus fort que (**B**).

b- On a : pour l'acide (A) : HNO_3 : $pH_0=2$

donc $\left[H_3O^+\right]=10^{-2}mol.L^{-1}=C_A$

Donc **A** est un acide fort.

$HNO_3+H_2O\rightarrow H_3O^++NO_3^-$

2°) Pour **A** : $HNO_3+OH^-\rightarrow NO_3^-+H_2O$

Pour **B** : $C_2H_5CO_2H+OH^-\rightarrow C_2H_5COO^-+H_2O$

Pour **C** : $HCOOH+OH^-\rightarrow HCOO^-+H_2O$

3°)

a- A l'équivalence, tout l'acide introduit réagit avec toute la base ajoutée ; c'est à dire : $n_{acide}=n_{base}$

$$\Leftrightarrow C_A.V_A=C_B V_{BE}$$

b- On a : $C_A.V_A=C_B V_{BE}$

$$\Leftrightarrow V_{BE}=\frac{C_A.V_A}{C_B}=\frac{10^{-2}x20.10^{-3}}{10^{-2}}\Rightarrow V_{BE}=20mL$$

Donc Pour **A** : $pH_E=7$

Pour **B** : $pH_E=8,3$

Pour **C** : $pH_E=7,75$

4°) Dans les **3 cas**, à l'équivalence, tout l'acide réagit avec toute la base ajoutée.

1^er^ cas : Pour A : La solution obtenue à l'équivalence $\left(Na^+;NO_3^-\right)$ or ces ions sont inertes alors $pH_E=7$

2^ème^ cas : pour **B** : La solution obtenue est $\left(HCOO^-,Na^+\right)$

Or $HCOO^-$ est une base faible donc $pH_E>7$

3^ème^ cas : Pour **C** : La solution obtenue est $\left(C_2H_5COO^-;Na^+\right)$

$\Rightarrow pH_E>7$ car $C_2H_5COO^-$ est une base faible.